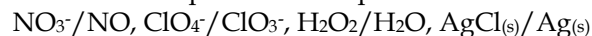


CHIMIE - TRAVAUX DIRIGES N° 8**Réactions d'oxydoréduction**

On prendra à 25°C : $RT/F \ln x = 0,06 \log x$

Exercice n° 1 : Calcul d'un nombre d'oxydation

Donner le nombre d'oxydation de tous les atomes des édifices des couples suivants ainsi que les demi équations redox :

**Exercice n° 2 : Ecrire une réaction redox**

Etablir l'équation de réaction du permanganate de potassium K^+ , MnO_4^- sur l'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Calculer sa constante d'équilibre.

$$E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,51\text{V} \text{ et } E^\circ(\text{CO}_2/\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = -0,49\text{V}$$

Exercice n° 3 : Potentiel de Nernst

Déterminer le potentiel que prend, par rapport à une ESH, une électrode :

- 1) D'argent dans une solution de nitrate d'argent à 0,10 mol/L
- 2) De fer dans une solution de sulfate de fer (II) à 0,010 mol/L.
- 3) De platine dans une solution contenant du dichromate de potassium à 0,01 mol/L et du chlorure de chrome (III) à 0,20 mol/L, la solution ayant un pH égal à 2,0.
- 4) De platine platiné dans une solution d'acide chlorhydrique à 0,020 mol/L dans laquelle barbote du dichlore sous une pression de 0,5 bar.

$$\text{Données : } E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80\text{V} \quad E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44\text{V}$$

$$E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77\text{V} \quad E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1,33\text{V} \quad E^\circ(\text{Cl}_2(\text{g})/\text{Cl}^-) = 1,36\text{V}$$

Exercice n° 4 : Pile argent-fer

- 1) Tracer le diagramme de prédominance des espèces des couples $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ et $\text{Ag}^+/\text{Ag(s)}$. En déduire l'équation de la réaction thermodynamiquement favorisée entre ces deux couples. Calculer la valeur de la constante d'équilibre.

$$E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77\text{V} ; E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80\text{V}$$

- 2) On étudie une pile dont une des électrodes est un fil de platine trempant dans une solution contenant des ions Fe(II) et des ions Fe(III) , l'autre électrode est un fil d'argent trempant dans une solution contenant des ions argent Ag^+ . Déterminer dans les cas suivants la réaction électrochimique de chaque compartiment, le pôle positif, le pôle négatif, la réaction de cellule et la composition à l'état d'équilibre lorsque la pile ne débite plus.

$$\text{a) } \text{Fe}^{3+}(1 \text{ mol.L}^{-1}), \text{Fe}^{2+}(1 \text{ mol.L}^{-1}), \text{Ag}^+(1 \text{ mol.L}^{-1})$$

$$\text{b) } \text{Fe}^{3+}(10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}), \text{Fe}^{2+}(10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}), \text{Ag}^+(10^{-2} \text{ mol.L}^{-1})$$

Exercice n° 5 : Pile Leclanché

Le pôle négatif de cette pile est constitué par le zinc métallique Zn(s) , qui est en contact avec du chlorure de zinc en solution aqueuse gélifiée, $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$. Le pôle positif est un bâton de graphite. C'est une électrode interne, qui ne participe pas à la réaction, mais qui assure le contact avec le dioxyde de manganèse $\text{MnO}_2(\text{s})$ qui constitue la deuxième demi-pile avec le couple $\text{MnO}_2(\text{s})/\text{MnO(OH)(s)}$. La réaction de fonctionnement est totale.

- 1) Faire le schéma de la pile
- 2) Ecrire la réaction de fonctionnement de la pile.
- 3) On met en contact une masse $m_1 = 20 \text{ g}$ de zinc et une masse $m_2 = 0,97 \text{ g}$ d'oxyde de manganèse. Déterminer la composition de l'état final.
- 4) Combien d'électrons ont été échangés au cours de la réaction ?
- 5) Cette pile débite un courant de 50 mA pendant 1 h 30 min. Calculer la quantité d'électricité parcourant le circuit (capacité de la pile).
- 6) En déduire la diminution de la masse de l'électrode de zinc.

$$e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C};$$

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1};$$

$$1F = 96500 \text{ C mol}^{-1};$$

Masses molaires en g/mol:

$$\text{Zn} : 65,4 ; \text{Mn} : 54,9 ; \text{O} : 16 ; \text{H} : 1$$

